Questão 01 – **(IME)** A equação do gás ideal só pode ser aplicada para gases reais em determinadas condições especiais de temperatura e pressão. Na maioria dos casos práticos é necessário empregar uma outra equação, como a de van der Waals. Considere um mol do gás hipotético A contido num recipiente hermético de 1,1 litros a 27ºC. Com auxílio da equação de van der Waals, determine o erro cometido no cálculo da pressão total do recipiente quando se considera o gás A como ideal. Dados:

- ✓ Constante universal dos gases: R = 0,082 $atm.L.mol^{-1}.K^{-1}$.
- ✓ Constantes da equação de van der Waals: a = 1,21 $atm.L^2.mol^{-2}$ e b = 0,10 $L.mol^{-1}$.

Questão 01:

Considerando que o gás apresente comportamento ideal**:**

$$p.V = n.R.T$$

$$p \cdot (1{,}1) = 1x0{,}082x(273+27)$$

$$p^{ideal} = 22{,}364 \quad atm$$

Considerando que o gás apresente comportamento real**:**

$$(p + \frac{a}{{v_m}^2}) \cdot (v_m - b) = RT$$

$$\left[p + \frac{1{,}21}{(1{,}1)^2}\right] \cdot (1{,}1 - 0{,}1) = 0{,}082.(273+27)$$

$$p^{real} = 23{,}6 \quad atm$$

Cálculo do erro:

$$Erro = \left(\frac{(23{,}6 - 22{,}364)}{23{,}6}\right)$$

$$Erro = 0{,}0524$$

$$Erro = 5{,}24\%$$

Questão 02 – **(ITA)** Temos um recipiente com N_2 (1 atm, 3,0 litros) e outro com O_2 (5 atm, 2,0 litros). Os dois recipientes estão conectados por um tubo de volume desprezível dotado de uma torneira. Abrindo-se a torneira, a pressão se estabilizará, mantendo a temperatura constante, no valor de:

a) 5 atm
b) 3 atm
c) 2,60 atm
d) 2,50 atm
e) 2,17 atm

Questão 02: Alternativa C.

Cálculo do número de mol de O_2:

$p.V = n_{O2}.R.T$

$5 \times 2 = n_{O2}.R.T$

$$n_{O2} = \frac{10}{R.T}$$

Cálculo do número de mol de N_2:

$p.V = n_{N2}.R.T$

$1 \times 3 = n_{N2}.R.T$

$$n_{N2} = \frac{3}{R.T}$$

Cálculo do número de mol total dos gases:

$n_T = n_{N2} + n_{O2}$

$$n_T = \frac{3}{R.T} + \frac{10}{R.T}$$

$$n_T = \frac{13}{R.T}$$

Cálculo da pressão interna (pressão total):

$P_T.V_T = n_T.R.T$

$$p_T.(3{,}0 + 2{,}0) = \left(\frac{13}{R.T}\right).RT$$

$$p_T.5{,}0 = 13$$

$$p_T = \frac{13}{5}$$

$$p_T = 2{,}60 atm.$$

Questão 03 – **(PETER ATKINS)** Duas salas de mesmo tamanho se comunicam por uma porta aberta. Entretanto, a média de temperatura nas duas salas é mantida a valores distintos. Em qual sala há mais ar?

Questão 03:

Dados do problema:

- Sala I: T_I, P_I, V_I, n_I.
- Sala II: T_{II}, P_{II}, V_{II}, n_{II}.

Considerações a serem feitas para a resolução do problema:

- ✓ Levando em conta que a temperatura na sala I é maior que a sala II, logo: $T_I > T_{II}$.
- ✓ O problema menciona que as salas apresentam o mesmo volume, ou seja, $V_I = V_{II}$ (processo isocórico ou isovolumétrico).
- ✓ As salas apresentam o mesmo nível, logo: $p_I = p_{II}$ (processo isobárico).

- Analisando a sala I:

$$p_I.v_I = n_I.R.T_I$$
$$\frac{p_I.v_I}{R} = n_I.T_I$$
$$k = n_I.T_I$$

- Analisando a sala II:

$$p_{II}.v_{II} = n_{II}.R.T_{II}$$
$$\frac{p_{II}.v_{II}}{R} = n_{II}.T_{II}$$
$$k = n_{II}.T_{II}$$

- Igualando:

$$\frac{n_I}{n_{II}} = \frac{T_{II}}{T_I}$$
$$Como T_I > T_{II} \Rightarrow n_I < n_{II}.$$

Logo, a sala que apresenta menor temperatura apresentará maior quantidade de ar.

Questão 04 – A oxigenoterapia tem aplicação profilática ou curativa, já que é indicada nos casos hipoxemia de qualquer origem, como por exemplo, no tratamento de doenças pulmonares obstrutivas, pneumonias, enfartos do miocárdio e embolias pulmonares. Um cilindro tipo T (50 litros) de uma determinada Companhia de gases acomoda 10 m^3 de oxigênio medicinal medido nas CNTP.

a) Qual a massa de oxigênio (kg) contida no cilindro completamente cheio?
b) Qual será a pressão (atm) do cilindro quando a temperatura ambiente for de 25°C.

Dados: a = 1,36 atm.L^2.mol^{-2}; b = 0,032 L.mol^{-1} e R = 0,08206 atm.L.mol^{-1}.K^{-1}.

Questão 04:

a) Cálculo da massa de oxigênio medicinal, nas CNTP:

$$p^{ideal}.v = n.R.T$$
$$p^{ideal}.v = \frac{m_{O2}}{<MM>}.R.T$$
$$m_{O2} = \frac{p^{ideal}.v.(<MM>)}{R.T}$$
$$m_{O2} = \frac{1x10000.(32)}{(0,08206)x(273+0)}$$
$$m_{O2} = 14284,20g.$$

b) Cálculo da pressão em atmosferas do cilindro:

Cálculo do número de mol de oxigênio:

$$n = \frac{m_{O2}}{<MM>}$$
$$n = \frac{14284,20}{32}$$
$$n = 446,38mol.$$

$$(p^{real} + \frac{a}{V_m^2}.).(V_m - b) = R.T$$
$$\left[p^{real} + \left(\frac{1,35}{\left(\frac{50}{446,38}\right)^2}\right)\right].\left[\left(\frac{50}{446,38}\right) - (0,032)\right] = 0,08206x(273+25)$$
$$p^{real} = 197,23atm.$$

<u>Questão 05</u> – A container is divided into two compartments. Compartment A holds ideal gas A at 400 K and 5 atm of pressure. Compartment B is filled with ideal gas B at 400 K and 8 atm. The partition between the compartments is removed and the gases are allowed to mix. (Later in the course it will be shown that this mixing produces no change in temperature if the gases are ideal). The mole fraction of A in the mixture is found to be X_A = 0,581395. The total volume of the compartments is 29 ℓ. Determine the original volumes of compartments A and B.

<u>Questão 05</u>:

<u>Analisando o compartimento A</u>:

$$X_A = \frac{n_A}{n_T} = 0{,}58$$
$$n_A = 0{,}58.n_T$$
$$p_A.v_A = n_A.R.T$$
$$5.v_A = 0{,}58.n_T.R.T\,(Equação 1)$$

<u>Analisando o compartimento B</u>:

$$X_A + X_B = 1$$
$$X_B = 1 - X_A$$
$$X_B = 1 - 0{,}58$$
$$X_B = 0{,}42.$$
$$X_B = \frac{n_B}{n_T} = 0{,}42$$
$$n_B = 0{,}42.n_T$$
$$p_B.v_B = n_B.R.T$$
$$8.v_B = 0{,}42.n_T.R.T\,(Equação 2)$$

<u>Dividindo a equação 2 pela equação 1, temos</u>:

$$\frac{p_B.v_B}{p_A.v_A} = \frac{n_B.R.T}{n_A.R.T}$$
$$\frac{8.v_B}{5.v_A} = \frac{0{,}42.n_T.R.T}{0{,}58.n_T.R.T}$$
$$v_A = 2{,}21.v_B$$

Sabendo que a soma dos volumes é de 29 litros, temos:

$$v_A = 2{,}21.v_B$$
$$v_A + v_B = 29$$
$$v_A = 19{,}96 litros.$$
$$v_B = 9{,}03 litros.$$

<u>Questão 06</u> – **(PETER ATKINS)** Admita que 10 mol de gás etano estejam confinados num vaso de 4,860 dm³ a 27°C. Estime a pressão do etano com (a) a equação dos gases perfeitos; (b) de van der Waals; (c) Com o resultado do cálculo, estime o fator de compressibilidade. Para o etano: a = 5,507 dm³ x atm / mol; b = 3,19 x 10^{-2} dm³/mol.

<u>Questão 06</u>:

a) <u>Cálculo da pressão de gás etano, considerando comportamento idealizado</u>:

$$p^{ideal}.v = n.R.T$$
$$p^{ideal}.4{,}86 = 10x0{,}08206x(27+273)$$
$$p^{ideal} = 50{,}65 atm.$$

b) <u>Cálculo da pressão de gás etano, considerando comportamento real</u>:

$$(p^{real} + \frac{a}{V_m^2}).(V_m - b) = R.T$$
$$\left[p^{real} + \left(\frac{5{,}507}{\left(\frac{4{,}86}{10}\right)^2}\right)\right].\left[\left(\frac{4{,}86}{10}\right)^2 - \left(3{,}19.10^{-2}\right)\right] = 0{,}08206x(273+27)$$
$$p^{real} = 30{,}90 atm.$$

c) <u>Cálculo do fator de compressibilidade</u> (Z):

$$Z = \frac{p^{real}}{p^{ideal}}$$
$$Z = \frac{30{,}90}{50{,}65}$$
$$Z = 0{,}61.$$

Para Z<1, as forças dominantes são as forças **<u>REPULSIVAS</u>**.

<u>Questão 07</u> – **(PETER ATKINS)** Com as constantes de Van der Waals para o etano (questão 06), determine o raio desta molécula gasosa, supostamente esférica.

<u>Questão 07</u>:

Sabendo que para a determinação do volume, suposta esférica, temos que $V = \frac{b}{N}$, onde:

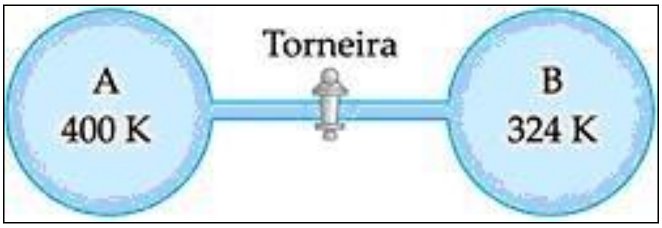
V = Volume da partícula esférica ($V = \frac{4}{3}\pi.R^3$)

b = constante de van der Waals;

N = constante de Avogadro.

$$V = \frac{4}{3}\pi.R^3 = \frac{b}{N}$$
$$\frac{4}{3}\pi.R^3 = \frac{3,19x10^{-2}}{6,02x10^{23}}$$
$$R^3 = 1,26x10^{-26}$$
$$R = \sqrt[3]{1,26x10^{-26}}$$
$$R = 2,33x10^{-9}m$$
$$R = 2,33nm$$

<u>Questão 08</u> – **(ITA - 1980)** Dois balões esféricos de mesmo volume são unidos por um tubo de volume desprezível, provido de torneira. Inicialmente o balão **A** contém 1,00 mol de gás ideal, e em **B** há vácuo.



Os dois balões são mantidos às temperaturas indicadas no desenho acima. A torneira é aberta durante certo tempo. Voltando a fechá-la, verifica-se que a pressão em **B** é 0,81 do valor da pressão em **A**. Quanto do gás deve ter sobrado no balão **A**?

<u>Questão 08</u>:

- <u>Situação inicial</u>: $n_A + n_B = 1$ (Equação 1)
- <u>Situação final</u>: $p_B = 0,81.p_A$ (Equação 2)

- <u>Expressão da equação dos gases em relação ao recipiente A</u>:
$p_A.V_A = n_A.R.T_A$ (Equação 3)

- <u>Expressão da equação dos gases em relação ao recipiente B</u>:
$p_B.V_B = n_B.R.T_B$ (Equação 4)

Sabendo que a pressão de B é dada pela seguinte relação: $p_B = 0,81.p_A$. Logo, a equação dos gases em relação ao B será: $0,81.p_A.V_B = n_B.R.T_B$.

Considerando que os volumes são iguais, temos: $V_A = V_B = V$.

Dividindo a Equação 4 pela Equação 3, temos:

$$\frac{0,81.p_A.V}{p_A.V} = \frac{n_B.R.T_B}{n_A.R.T_A}$$
$$\frac{0,81.p_A.V}{p_A.V} = \frac{n_B.R.324}{n_A.R.400}$$
$$324.n_A = 324.n_B$$
$$n_A = n_B$$

Como o número de mol de cada gás é igual, ou seja, cada gás vai apresentar 50% (0,50 mol).

<u>Questão 09</u> – (CONCURSO PARA DOCENTE IFRJ – 2011) Uma mistura de monóxido de carbono (CO) e dióxido de carbono (CO_2), com comportamento ideal, apresenta massa específica igual a 1,332 $kg.m^{-3}$, quando se encontra sob pressão de 750 mmHg a temperatura de 25°C. Então, responda a estes questionamentos.

a) Qual é a massa molar da mistura?
b) Qual é a composição da mistura?
c) Qual é a pressão parcial de cada gás que constitui essa mistura?
d) Calcule o fator de compressibilidade dessa mistura, sabendo que o seu volume molar real é de 23,50 $L.mol^{-1}$.

<u>Questão 09</u>:

<u>Conversão de unidade da densidade</u>**:**

$$d = 1{,}332\,\frac{kg}{m^3}\,x\,\frac{1m^3}{1000L}\,x\,\frac{1000g}{1kg} = 1{,}332\,g.L^{-1}.$$

a) <u>Cálculo da massa molar da mistura gasosa</u>:

$$d = \frac{p.<MM>}{R.T}$$

$$\frac{\left(\frac{750}{760}\right).<MM>}{0{,}08206x298} = 1.332$$

$$<MM> = 33{,}01g.mol^{-1}$$

b) <u>Cálculo da composição da mistura</u>**:**

$$X_{CO}.<MM>_{CO} + X_{CO2}.<MM>_{CO2} = 1x<MM>_{mistura}$$
$$X_{CO} + X_{CO2} = 1$$

$$28.<MM>_{CO} + 44.<MM>_{CO2} = 1x33{,}01$$
$$X_{CO} + X_{CO2} = 1$$

Resolvendo o sistema de equações acima, temos:

$$X_{CO} = 0{,}6875(68{,}75\%).$$
$$X_{CO2} = 0{,}3125(31{,}25\%).$$

c) <u>Cálculo das pressões parciais das substâncias gasosas</u>:

$$P_{CO} = X_{CO}.p_T$$
$$P_{CO} = 0{,}6875x(750) = 515{,}625mmHg.$$

$$P_{CO2} = X_{CO2}.p_T$$
$$P_{CO2} = 0{,}3125x(750) = 234{,}375mmHg.$$

d) <u>Cálculo do volume molar para um gás ideal</u>:

$$p.v = n.R.T$$
$$p.\left(\frac{v}{n}\right) = n.R.T$$
$$p.v_{molar} = R.T$$
$$v_{molar} = \frac{R.T}{p}$$
$$v_{molar} = \frac{0{,}08206x298}{\left(\frac{750}{760}\right)}$$
$$v_{molar} = 24{,}78L.mol^{-1}.$$

<u>Cálculo do fator de compressibilidade</u>:

$$Z = \frac{v_{molar}^{real}}{v_{molar}^{ideal}}$$
$$Z = \frac{23{,}50L.mol^{-1}}{24{,}78L.mol^{-1}}$$
$$Z = 0{,}948.$$